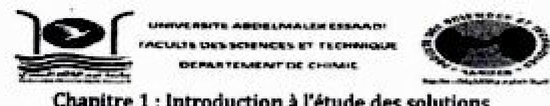


CHAPITRE 1
INTRODUCTION A L'ÉTUDE DES SOLUTIONS





1. Notion de solution

Une ***solution*** est un mélange homogène de deux ou plusieurs substances dans un état solide, liquide ou gazeux.
Une solution liquide est donc une **phase liquide** comportant le soluté et le solvant. Ce dernier est en excès par rapport aux solutés :

$$\text{Solvant} + \text{soluté(s)} \rightarrow \text{solution}$$

1.1. Solvant

Le solvant est un milieu au sein duquel les substances dissoutes sont uniformément réparties sous forme de molécules ou d'ions. Cette répartition dépend de la polarité du solvant. Elle est d'autant plus importante que le moment dipolaire est grand (c'est-à-dire la différence d'électronégativité entre les ions est grande). Pour l'eau $\mu = 1{,}8$.

1.2. Définition de la concentration

La concentration exprime la **quantité de substance par unité de volume.**

1.2.1. Expression chimique des concentrations

a) Molarité

La molarité (ou concentration molaire) d'une solution est le rapport du nombre de moles du soluté dans un volume (exprimé en litres) de solution : $C = \frac{n}{V}$

Attention ! Le volume n'est généralement pas conservé pendant la dissolution du soluté.
L'unité de molarité est la mole par litre [$mol.L^{-1}$], représentée par le symbole M :
$1M = 1\ mol.L^{-1}$.

Remarque : Certains sous-multiples comme mM (10^{-3} M) et µM (10^{-6} M) sont souvent utilisés en pratique.



b) Normalité

La normalité (ou centration normale) d'une solution est le ***nombre d'équivalents-grammes*** de soluté contenus dans ***un litre de solution***. Cette mesure est indissociable d'une réaction chimique particulière (réaction acide-base ou d'oxydo-réduction) qui est implicitement considérée.

L'unité de la normalité est ***l'équivalent-gramme*** par litre, représenté par le symbole **N** : 1N = 1 eq.L^{-1}. Compte tenu de la définition de la masse équivalente, la normalité d'une solution sera toujours un multiple entier (1, 2, 3,…) de sa molarité ($C = \frac{N}{p}$; p est le nombre d'équivalent-gramme).

c) Molalité

La molalité (ou concentration molale) C_m d'une solution, dont l'unité est représentée par ***le symbole m***, est le nombre de moles de soluté par ***kilogramme*** de solvant :

$$C_m = \frac{n}{m_{solvant}} \left[mol.kg^{-1} \right]$$

<u>**Remarque**</u> : La molalité ne peut être calculée à partir de la molarité (M) ou de la normalité (N) à moins de connaître la densité de la solution.

Cette concentration a l'avantage de ne pas dépendre du volume de la solution et donc de la température et de la pression.

d) Fraction molaire

La fraction molaire x_A d'un constituant A d'une solution est le ***rapport du nombre de moles de ce constituant au nombre de moles de tous les constituants de la solution***. La somme des fractions molaires de tous les constituants d'une solution est égale à 1.

1.2.2. Expression physique des concentrations

Les expressions physiques des concentrations ***emploient la masse des substances plutôt que leurs nombres de moles***.

Exemples

- Masse de soluté par unité de volume de solution ($g.L^{-1}$).
- Composition donnée en % en masse : ***Nb. de grammes de soluté pour 100 g de solution.***
- Masse de soluté par masse de solvant.

2. Equilibre chimique

Un système évolue de son état initial vers un état d'équilibre dans lequel les ***quantités de matière des espèces dissoutes n'évoluent plus***. A l'état d'équilibre, les vitesses d'apparition sont égales pour chaque espèce chimique (cf. chapitre cinétique).

Un état d'équilibre est caractérisé par une grandeur nommée ***constante d'équilibre*** :

$$aA + bB \Leftrightarrow cC + dD \tag{1}$$

Les ***majuscules*** représentent les molécules (atomes) qui sont mises en présence.
Les ***minuscules*** représentent les ***coefficients stœchiométriques*** nécessaires à équilibrer la réaction chimique.

2.1. Loi d'action de masse

La loi d'action des masses a été énoncée par Guldberg et Waage en 1864. Un système réactionnel, soumis à une réaction chimique ayant atteint un équilibre, est caractérisé par le fait que les ***concentrations des réactifs de départ et des produits formés sont reliées par une expression dont la valeur est constante à une température donnée*** :

$$k = \frac{[C]^c.[D]^d}{[A]^a.[B]^b} \tag{2}$$

k est appelée constante d'équilibre.

Remarque 1 : Les grandeurs très variables de k favorisent l'utilisation d'une échelle logarithmique :

$$pk = -\log_{10}k \tag{3}$$



Remarque 2 : La loi d'action de masse n'est valable que pour des solutions diluées ([constituants] < 0,1 M).

Lorsque les solutions sont plus concentrées, on doit remplacer les concentrations par les activités, tel que :

$$a_A = \gamma_A \cdot [A] \qquad (4)$$

a_A est l'activité du constituant A ;

γ_A représente le coefficient d'activité de A sans unité.

2.2. Le principe de Le Chatelier

Définition : Le principe de Le Chatelier (énoncé en 1884) stipule que ***la position d'un équilibre évolue toujours dans la direction qui s'oppose à la contrainte appliquée au système***.

Ce principe fondamental en chimie permet de prévoir ***dans quel sens une réaction tend à évoluer***.

3. Solution électrolytique

Une solution électrolytique est une ***solution contenant des ions***. Elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.

L'électrolyte est la substance qui par dissolution dans l'eau fournit des ions. On distingue deux types d'électrolyte : électrolyte fort et électrolyte faible.

3.1. Electrolytes forts

Dans ce cas, on a dissolution complète dans l'eau :

$$A_aB_b \Leftrightarrow aA^{x+} + bB^{y-} \qquad (5)$$

Exemple : C'est le cas des acides forts, bases fortes, sels ioniques, etc.

3.2. Electrolytes faibles

Les électrolytes faibles sont partiellement dissociés dans l'eau. C'est le cas des acides faibles, bases faibles, sel, etc. Ces électrolytes sont caractérisés par leur coefficient de

dissociation α, tel que :

$$\alpha = \frac{\text{nombre de moles de soluté dissociés}}{\text{nombre de moles de soluté mis en solution}} \qquad 0 < \alpha \leq 1 \qquad (6)$$

En considérant l'équilibre (5), on a : $A_aB_b \Leftrightarrow aA^{x+} + bB^{y-}$

A t = 0	C	0	0
A t	C-αC	aαC	bαC

En appliquant la loi d'action de masse à l'équilibre (5), on aura :

$$k = \frac{[A^{x+}]^a \cdot [B^{y-}]^b}{[A_aB_b]} = \frac{(a\alpha C)^a \cdot (b\alpha C)^b}{C - \alpha C} = \frac{a^a \cdot b^b . \alpha^{a+b} . C^{a+b-1}}{1-\alpha} \qquad (7)$$

Lorsque **a = b = 1**, on obtient :

$$k = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha} \qquad (8)$$

L'équation (8) exprime la loi de dilution d'**Ostwald**.

Pour des électrolytes très faibles, on a α<<1 ce qui permet de négliger α devant 1. L'équation (8) devient :

$$\alpha = \sqrt{\frac{k}{C}} \qquad (9)$$

α augmente lorsque C diminue.


ETUSUP.com